



GUÍA DE LABORATORIO:
Termodinámica Química (código 210017)

Semestre 1 – 2024

Carrera: Ingeniería Civil Química

NOMBRE: _____

Procedimientos Generales

Objetivos

- Conocer información general sobre los laboratorios del curso 210017.
- Conocer las normas de seguridad y la forma de evaluación de los prácticos.



ÍNDICE

I.	Listado de laboratorios	1
II.	Instrucciones Generales del Laboratorio	1
II-A.	Habilidades que se espera desarrollar	1
III.	Normas de Seguridad del Laboratorio	2
IV.	Tratamiento de datos	3
V.	Evaluaciones	3
	V-1. Test de Entrada	3
	V-2. Informe	3

I. LISTADO DE LABORATORIOS

Práctico 0. *Procedimientos Generales*

Práctico 1. *Determinación de la Masa Molar de un gas*

Práctico 2. *Determinación del calor de solución*

Práctico 3. *Volumen molar parcial de soluciones*

Práctico 4. *Equilibrio sólido-vapor para la descomposición de carbamato de amonio*

II. INSTRUCCIONES GENERALES DEL LABORATORIO

1. Los alumnos deben presentarse al laboratorio con el siguiente material:

- Delantal blanco de uso personal
- Cuaderno de 40 hojas para anotar los datos experimentales y sus observaciones (*Puede ser el mismo cuaderno de teoría, la parte trasera*)
- Guía de laboratorio
- Un paño de aseo

2. El trabajo de laboratorio será evaluado a través de un **Test de entrada (al inicio)** y la confección de un **Informe**, contribuyendo ambas evaluaciones con el mismo porcentaje a la nota final del trabajo práctico de laboratorio, respectivo.

3. La materia a controlar en los test e informes **comprende la parte experimental a ensayar y los conceptos teóricos**, que Ud. podrá encontrar en cada práctico de esta Guía de Laboratorio. **Además**

Figura 1. Indumentaria requerida para el laboratorio.

se considerará una pregunta del Trabajo Práctico anterior.

4. Con respecto al material de laboratorio, los alumnos deberán considerar lo siguiente:

- Observar atentamente las etiquetas de los frascos de reactivos antes de usarlos, taparlos y luego dejarlos en su lugar correspondiente.
 - No devolver nunca restos de reactivos a los frascos, (sólidos o líquidos). No introducir en ellos espátulas o cucharillas sin asegurarse que estén completamente limpios.
 - No introducir pipetas a frascos que contengan reactivos líquidos o en solución. Saque el volumen de reactivo en un vaso de precipitado o en un tubo de ensayo y mida desde allí con la pipeta, el volumen deseado.
 - Los residuos se desechan en los frascos destinados a ello. Compuestos inorgánicos y compuestos orgánicos (por separado). Los residuos sólidos se depositan en los basureros ubicados en los costados de cada mesón.
5. El laboratorio tiene una hora determinada de inicio **no aceptándose alumnos atrasados**.
6. La asistencia al laboratorio es de un 100% de los trabajos programados.
7. La/El alumno deberá asistir a la sección de laboratorio a la cual se inscribió al inicio del semestre.
8. En caso eventual de inasistencia **ésta deberá ser justificada con el profesor de laboratorio en un plazo no superior a 48 horas desde la inasistencia a dicho laboratorio**, mediante una fotocopia del certificado médico presentado a la Dirección de docencia estudiantil (DDE) justificando su inasistencia.

II-A. Habilidades que se espera desarrollar

La Parte Experimental es fundamental para complementar la Parte Teórica de la asignatura **Termodinámica Química (código 210017)**. Durante la realización de los prácticos de

manera presencial Ud. **se familiarizará con las técnicas y métodos que le permitan comprobar leyes y condiciones que se hayan considerado para llevar a cabo la parte experimental.** Una vez finalizados los trabajos experimentales se espera que:

- Adquiera normas y conductas útiles para usar y proporcionar a quienes estén a su cargo cuando se desempeñe laboralmente.
- Aprenda a trabajar en equipo.
- Sea capaz de recolectar un set de datos experimentales y registrarlos de forma adecuada en Tablas.
- Analizar los resultados y obtener con ello, conclusiones y discusión de sus resultados.

III. NORMAS DE SEGURIDAD DEL LABORATORIO

Estas normas son de **obligado y estricto cumplimiento**, por lo tanto deben ser memorizadas y seguidas en todo momento. Su incumplimiento puede implicar la expulsión del Laboratorio.

1 Normas Personales

- Durante toda la permanencia en el laboratorio debe llevar **puesto y abrochado el delantal**, lo mismo que las gafas de seguridad (disponible en el laboratorio). Los lentes de contacto podrían resultar peligrosos en caso de salpicaduras.
- **Si tiene el cabello largo, debe llevarlo debidamente tomado.**
- Use ropa que cubra todo el cuerpo y que se quite con facilidad, así como zapatos planos y cerrados. No use bufanda, pañuelos largos ni prendas u objetos que dificulten su maniobrabilidad y movilidad. Evite cadenas, collares o pulseras que puedan engancharse.
- Utilice los mesones laterales y percheros para dejar mochilas, abrigo y bolsas. **No los deje sobre el mesón de trabajo.**
- **Se prohíbe consumir alimentos en el laboratorio.**
- Disponga sobre la mesa de trabajo sólo el material pertinente a la actividad experimental a realizar (cuaderno, guía de laboratorio, lápiz, calculadora). Mantenga el lugar de trabajo limpio y ordenado.
- Mantenga sus manos limpias y secas.
- Procure no desplazarse de un lado para otro sin motivo. **Se prohíbe correr dentro del laboratorio.**
- Durante el desarrollo del práctico se prohíbe el uso personal de aparatos de música y celulares. Estos deben permanecer en silencio y fuera del área de trabajo.

2 Otros aspectos a considerar

- Estudie previamente el tema a tratar en cada laboratorio y familiarícese con los principios y métodos involucrados en la actividad experimental. Debe interiorizarse de las características y riesgos de las actividades, de los procedimientos y de las sustancias que manipulará en las actividades experimentales.

3 Trabajo en el Laboratorio

- El trabajo en el laboratorio requiere de limpieza estricta del material y del puesto de trabajo. Al finalizar el trabajo experimental, debe dejar el material limpio y ordenado.
- **Se prohíbe estrictamente realizar ensayos no autorizados.**
- Ante cualquier duda de cómo actuar, debe consultar al Docente o al Ayudante.
- En caso de producirse un accidente, quemadura o lesión, comuníquelo inmediatamente al Profesor a cargo.
- En caso de evacuación del edificio, cierre la llave de paso del gas, desenchufe el material eléctrico y salga de manera ordenada según instrucciones de su profesor.
- Maneje con especial cuidado el material frágil, por ejemplo el material de vidrio. Revíselo al inicio del trabajo experimental para comprobar posibles fisuras, esta norma es obligatoria cuando utilizará el material en vacío o a presión superior a la atmosférica. **Informe al Docente o al Ayudante del material roto o averiado.**
- Mantenga perfectamente limpio y seco el puesto de trabajo, especialmente cuando use material enchufado a la red eléctrica. La manipulación de los materiales eléctricos debe hacerse con el aparato desconectado de la red.
- **No ponga en funcionamiento un aparato que haya armado o un material eléctrico sin que el Profesor o el Ayudante haya revisado la instalación.**
- Al utilizar manta calefactora, no la enchufe hasta el momento de comenzar el calentamiento.
- **Debe observar los signos de peligrosidad que aparecen en los frascos de reactivos. Si no dispone de información asuma que las sustancias químicas son tóxicas y que los solventes orgánicos son inflamables.**
- No devolver nunca restos de reactivo (sólidos o líquidos) a los frascos desde donde los extrajo. Para introducir en sólidos espátulas o cucharillas debe asegurarse que ellas están completamente limpias.
- No introducir pipetas a frascos de reactivos líquidos. Sacar un volumen a un vaso de precipitados o a un tubo de ensayos, y medir desde allí con la pipeta el volumen deseado. No debe pipetear líquidos con la boca. Utilice para ello dispositivos adecuados (propipeta).
- Los frascos de reactivos y solventes deben cerrarse inmediatamente después de su uso.
- Esta estrictamente prohibido llevarse algún reactivo o material a la boca, así como sacarlo físicamente del laboratorio.
- Si algún líquido o sólido se derrama debe limpiar inmediatamente de la forma adecuada (consulte al Docente o al Ayudante).
- Los ácidos y las bases fuertes se deben manipular con mucha precaución, ya que la mayoría son muy corrosivos. El contacto con la piel o con la ropa, puede



producir heridas y quemaduras importantes.

- Si derrama accidentalmente algún producto químico, se debe lavar la zona afectada con abundante agua. Si derrama sobre el mesón, se debe limpiar con agua y secar posteriormente con un paño.
- Al mezclar algún ácido [por ejemplo, ácido sulfúrico (H_2SO_4), o ácido nítrico (HNO_3)] con agua, siempre se debe agregar el ácido sobre agua, nunca al contrario, pues el ácido puede eyectarse y así provocar quemaduras serias en la cara o los ojos.
- No manipule cerca de una fuente de calor sustancias inflamables.
- Cuando deba retirar el material de vidrio de la llama u otra fuente de calor, debe utilizar pinzas de madera para tomar el material.
- **Al calentar tubos de ensayo debe sostenerlo con pinzas de madera**, procure darle cierta inclinación. No debe observar directamente (utilice gafas de seguridad) al interior del tubo y la boca de éste no debe estar dirigida hacia Ud. ni a algún compañero, es muy probable que se produzcan con el calentamiento proyecciones violentas del líquido por sobrecalentamiento.
- Evite la inhalación de vapores y/o material particulado fino, tanto de sólidos como líquidos.
- En la preparación de disoluciones se debe agitar de manera suave para evitar salpicaduras del líquido.
- Sea cuidadoso con el uso del mechero, **apáguelo siempre que no esté en uso**.

4 Manipulación de Residuos

- Los residuos líquidos no deben ser desechados en el desagüe. Se dispone de recipientes señalados para este propósito.
- Los residuos sólidos se depositan en basureros ubicados a los costados de cada mesón.
- Si un termómetro de mercurio se rompe debe dar aviso inmediatamente al Docente o al Ayudante. No exponer directamente a la piel.

IV. TRATAMIENTO DE DATOS

Tratamiento de Datos

- Una vez finalizada la recolección de datos experimentales, se requiere efectuar cálculos aritméticos, aplicar fórmulas, construir gráficos, entre otros, para obtener el resultado final. El cual podrá relacionar con algún valor desde la bibliografía pudiendo así estimar posibles causas de error en las diferencias de estos valores.

1. **Error Experimental:** Al medir una cantidad física es necesario considerar siempre que esta posee un error asociado a la medida. Si las repeticiones en la medida coinciden entre sí, la medición tiene buena precisión. Si este conjunto de datos

coincide con el valor aceptado, la medición posee buena exactitud.

2. **Error Absoluto:** El error absoluto (E_a) se define como la diferencia entre el valor obtenido experimentalmente (X_{exp}) y el valor verdadero (X_V) o aceptado de la cantidad medida (**Eq. 1**).

$$E_a = X_{exp} - X_V \quad (1)$$

3. **Error Relativo:** El error relativo (E_r) se define como la cantidad porcentual, como muestra **Eq. 2**.

$$E_r = 100 \times \frac{E_a}{X_V} \quad (2)$$

V. EVALUACIONES

V-1. Test de Entrada:

1. Estudie previamente el tema a tratar en cada laboratorio y familiarícese con los principios y métodos involucrados en la actividad experimental. Debe interiorizarse de las características y riesgos de las actividades, de los procedimientos y de las sustancias que manipulará en las actividades experimentales.
2. Esta evaluación se realizará al inicio del laboratorio (*15 minutos*).

V-2. Informe:

1. El Práctico será evaluado con **Informe final individual**, el cual tendrá **plazo máximo de entrega 1 semana** desde la fecha de realización del práctico.
2. Entrega de informes: Secretaría del Dpto. de Química.
3. Vea Rúbrica de Evaluación de Informe en la siguiente página.

**Pauta de elaboración Informe de
laboratorio de Termodinámica
Química (código210017).
Semestre 1- 2024**

Producto de evaluación: Informe de Laboratorio de trabajo practico de la asignatura de Termodinámica Química (210017) para semestre 2 año 2023, que cada alumno(a) deberá entregar impreso o escrito a mano en secretaria del Dpto. de Química en los días y horarios indicados en Práctico Cero.

Estimación: 1= insuficiente 2= mejorable 3= logrado

Parte del informe (puntaje ideal total 57)	ASPECTO A EVALUAR	Estimación		
		1	2	3
Parte 1: Identificación				
Identificación (puntaje ideal 3)	Presente los aspectos que permiten identificar el informe; membrete de la institución, insignia, nombre del trabajo experimenta (nombre del práctico respectivo), nombre del experimentador y de sus colaboradores y <u>fecha de realización</u> de la actividad.			
Parte2: Aspectos Experimental				
Resumen (puntaje ideal 6)	El resumen muestra en no <u>más de 100 palabras</u> y en un solo párrafo el objetivo del trabajo experimental, el método empleado y los resultados obtenidos de forma sintetizada y clara.			
Referencia teórica (puntaje ideal 4)	En no más de media plana describa claramente las leyes y/o principios que fundamentan el tratamiento de datos que empleará.			
Procedimiento (puntaje ideal 5)	Describe de forma breve y concisa el procedimiento empleado en la obtención de los datos experimentales, identificando con el nombre correcto el equipo empleado.			
Datos (puntaje ideal 8)	Presenta los datos, tanto experimentales como bibliográficos, en tablas individuales claramente identificadas y enumeradas. Además, utiliza las cifras significativas correspondientes y la correspondiente incertidumbre asociada. Cita la fuente bibliográfica (de los datos bibliográficos que coloque) en sección: Bibliografía.			
Parte 3: Resultados				
Datos calculados (puntaje ideal 8)	Presenta en tablas claramente identificas y enumeradas las magnitudes calculadas, necesarias para cumplir con el objetivo de la actividad experimental. Utiliza las cifras significativas correctas.			
Ejemplo de cálculos (puntaje ideal 7)	Muestra claramente el tratamiento de los datos experimentales, utilizando un paso a paso de estos (eligiendo un solo set de datos experimentales), con el fin de cumplir con el objetivo de la actividad experimental. Utiliza lo expuesto en la referencia teórica.			
Gráficos (puntaje ideal 7)	Presenta gráficos claramente identificados y enumerados si hay más de un gráfico, indicando él: Título de gráfico, indicación a que corresponde cada eje del gráfico). Utiliza escalas apropiadas y subdivisiones de los ejes, de acuerdo a las cifras significativas que le permitió la activad experimental. De existir tendencia en los gráficos, esta se señala claramente mostrando la ecuación (de existir) que la representa.			
Parte 4: Análisis y discusión de resultados				
Análisis y conclusiones (puntaje ideal 6)	Analiza los datos obtenidos luego del tratamiento. Discute sobre las tendencias observadas. Identifica y justifica algunos errores procedimentales de su parte. Las conclusiones las realiza en relación a los objetivos planteados en el trabajo experimental.			
Bibliografía (puntaje ideal 3)	Cita de forma correcta la bibliografía empleada en el informe. Revisar link referencias bibliográficas: https://bibliotecas.unam.mx/index.php/desarrollo-de-habilidades-informativas/como-hacer-citas-y-referencias-en-formato-apa			

Determinación de la Masa Molar de un Gas

Objetivos

- Determinar la densidad de un gas a distintas presiones.
- Obtener la masa molar de un gas mediante el método de las densidades límites.

ÍNDICE

I. Teoría	1
I-A. Marco teórico	1
I-A1. Método de las densidades límites	1
I-A2. Diferencia entre gas ideal y real	1
II. Materiales y Reactivos	2
II-A. Vista general del equipamiento	2
III. Procedimiento	2
IV. Tratamiento de datos	2
V. Trabajo Previo	2
Referencias	2

I. TEORÍA

I-A. Marco teórico

En general, a presión cercana a cero, los gases se comportan como gases ideales y pueden ser descritos mediante la expresión:

$$PV = nRT \quad (1)$$

En esta ecuación de estado de gas ideal, la cantidad de gas se expresa en el número de moles (n), la cual es igual a la razón masa/masa molar. Esta ecuación no representa exactamente el comportamiento de gases o vapores a presiones cercanas y superiores a la atmosférica (gases reales). Un procedimiento adecuado para utilizar esta ecuación y al mismo tiempo evaluar la masa molar de un gas se denomina **método de las densidades límites**.

I-A1. Método de las densidades límites: En este método se determina la densidad de un gas ($d = \rho = \frac{m}{V}$) a distintas presiones, cercana a cero donde la ecuación de estado del gas ideal puede ser aplicada a cualquier gas, y a temperatura constante. El valor de la densidad es igual a la masa del gas (Eq. 2) dividida por el volumen del balón, este último es conocido previamente (vea sección II. Materiales y Reactivos).

$$m_{\text{gas}} = m_{\text{(balón más gas)}} - m_{\text{balón}} \quad (2)$$

Con los valores de la densidad a las diferentes presiones del gas, se grafica la razón ρ/P versus la presión (P) y debiera obtenerse una recta, tal como se muestra en la Fig. 1.

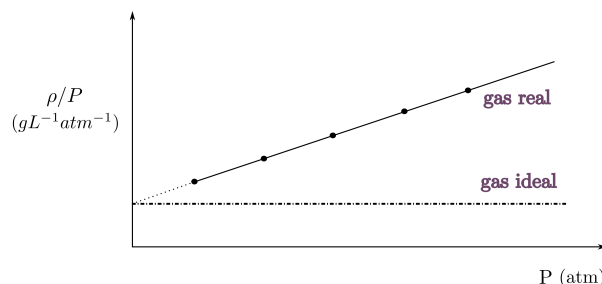


Figura 1. Efecto de la presión sobre la razón ρ/P de un gas a temperatura constante.

I-A2. Diferencia entre gas ideal y real: En el caso de un gas ideal el valor de la razón ρ/P no varía con la presión, es un valor constante a temperatura constante. Es decir se cumple la expresión (3):

$$\frac{\rho}{P} = \frac{\text{Masa molar}}{RT} = \text{constante} \quad (3)$$

En cambio en un gas real se observa que la razón ρ/P va variando a medida que aumenta la presión. Dado que la gráfica obtenida corresponde a una línea recta, es posible extrapolar a **presión cero** para obtener el valor límite

$$\left(\frac{\rho}{P}\right)_{P \rightarrow 0} \quad (4)$$

Por lo que la masa molar del gas real, puede ser evaluada usando la ecuación de los gases ideales:

$$\text{Masa molar} = \left(\frac{\rho}{P}\right)_{P \rightarrow 0} RT \quad (5)$$

Note que Eq. 5 es válida a temperatura constante.

II. MATERIALES Y REACTIVOS

- Balón con llave de paso (289,79 mL)
- Termómetro
- Sensor presión absoluta (Xplorer GLX PASCO)
- Bomba de aceite (rotatoria de aceite)
- Interfase portátil
- Balanza

II-A. Vista general del equipamiento

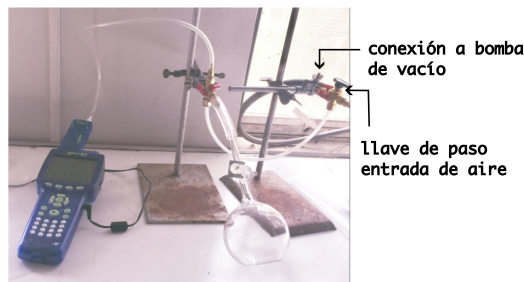


Figura 2. Equipamiento conectado a vacío para determinar la masa molar de un gas.

III. PROCEDIMIENTO

- 1 El balón se conecta a la **interfase-sensor** y a la **bomba de vacío**, tal como se muestra en la **Fig. 2**.
- 2 Se hace funcionar la rotatoria de aceite y luego se espera hasta que en el visor de la interfase se indique vacío al interior del balón (inferior a 0,1 kPa). Proceda a cerrar la llave de paso del balón y proceda a determinar la masa del balón vacío. **Se verifica la hermeticidad del balón dejando un minuto el balón sobre la balanza y comprobando que la masa no varía.**
- 3 Luego de conectar el balón al equipamiento (abra la llave de paso del balón), haga vacío al sistema y posteriormente deje entrar aire al balón a través de la llave de paso indicada en la **Fig. 2**. La presión interna debe fluctuar entre 10 kPa y 20 kPa.
- 4 Mida la presión en el visor de la interfase y registre la masa del balón más el aire. Registre además la temperatura ambiente.
- 5 Repita el procedimiento anterior incrementado la presión del sistema entre 10 kPa y 20 kPa cada vez, hasta llegar a presión atmosférica (1 atm = 101,33 kPa).
- 6 La parte analítica consiste en trabajar los datos hasta hacer una relación de presión y densidad/presión. Esto para saber cómo se comporta el gas a distintas presiones y

determinar qué pasa cuando la presión tiende a cero. Este resultado se utiliza para calcular la **masa molar de un gas** o la **masa molar promedio** (*término usado para referirse al peso molecular de una mezcla de gases*) mediante la ecuación de estado de gases ideales (**Eq. 1**).

IV. TRATAMIENTO DE DATOS

Informe

- El trabajo práctico será evaluado con *Informe final individual*, el cual tendrá plazo máximo de entrega *1 semana* desde la fecha de realización del práctico.

V. TRABAJO PREVIO

1. Estudie los conceptos de ecuación de estado: propiedades extensivas e intensivas.
2. Calcule la masa molar promedio de aire a nivel del mar y 273 K, si la densidad es $1,29 \text{ kg m}^{-3}$.

REFERENCIAS

- [1] Gilbert. Castellan, *Fisicoquímica*, #Segunda ed. Wilmington, Delaware, USA: ADDISON-WESLEY IBEROAMERICANA, S.A, 1987.

Determinación del Calor de Solución

Objetivos

- Medir la constante del calorímetro.
- Medir el calor de reacción en la solubilización de la sal NH_4Cl .

ÍNDICE

I. Teoría	1
I-A. Marco teórico	1
I-A1. Medida Calorimétrica	1
II. Materiales y Reactivos	1
III. Procedimiento	2
IV. Tratamiento de datos	2
V. Trabajo Previo	2
Referencias	2

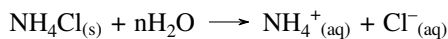
I. TEORÍA

I-A. Marco teórico

El calor transferido durante una reacción química, llamado calor de reacción ($\Delta_r H^\circ$), puede determinarse de datos publicados o de medidas calorimétricas para reacciones que sean rápidas y completas. Por otro lado, el **calor de solución**, es el calor involucrado en la disolución de “*un mol*” de soluto, en una cantidad específica de “*n moles*” de solvente, a temperatura (298 K) y presión (1 bar \approx 1 atm) determinada.

I-A1. Medida Calorimétrica: Las medidas calorimétricas se realizan en un calorímetro (**Fig. 1**), el cual debe estar muy bien aislado, para que no haya transferencia de calor hacia o desde el ambiente. De este modo el calor total, considerando el sistema (q_{sistema}) y el calorímetro ($q_{\text{calorímetro}}$), debe ser igual a cero.

Suponiendo que el cloruro de amonio (NH_4Cl) sólido se disuelve en agua, para generar solución acuosa de cloruro de amonio, se obtiene la siguiente reacción química:



Según la reacción química, cuando 1 mol de NH_4Cl se disuelve en n moles de agua fluye calor (absorbe o libera), llamado $q_{\text{reaccion}} = \Delta_r H^\circ$. De la bibliografía la solubilidad de NH_4Cl en agua es de 38,3g/100mL, es decir, 0,72 moles de sal y 5,55 moles de agua (298 K y 1 atm).

Cada vez que una reacción ocurre en medio acuoso, el agua forma parte del sistema de reacción; en una solubilización además el agua es un reactivo, esto significa que en rigor la cantidad de agua al final no debería ser exactamente igual

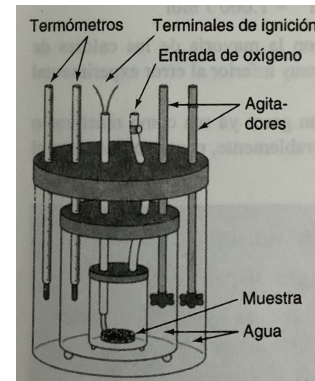


Figura 1. Calorímetro adiabático.

a la cantidad de agua inicial. Durante el proceso, el sistema contiene el calorímetro en sí, la reacción de solubilización y el agua, es decir, hay calor asociado a cada componente (**Eq. 1**).

$$q_{\text{total}} = q_{\text{H}_2\text{O}} + q_{\text{calorímetro}} + q_{\text{reaccion}} = 0 \quad (1)$$

La técnica de calorimetría utiliza el cambio de temperatura y la capacidad calorífica expresada por gramo de sustancia (C_{esp}) para determinar el calor, q , involucrado. En este caso:

$$q_{\text{calorímetro}} = C_{\text{calorímetro}} \times \Delta T \quad (2)$$

$$q_{\text{H}_2\text{O}} = m_{\text{H}_2\text{O}} \times C_{\text{esp,agua}} \times \Delta T \quad (3)$$

En **Eq. 3** la masa del H_2O se desprecia, ya que, la cantidad de agua que se haya podido utilizar para la solubilización propiamente tal, **es demasiado pequeña**, y $C_{\text{esp,agua}}$ es igual 4,184 (J/g°C).

El calor de la reacción de solubilización es entonces:

$$q_{\text{reaccion}} = q_{\text{solubilizacion}} = -(q_{\text{reaccion}} + q_{\text{H}_2\text{O}}) \quad (4)$$

Por definición la $\Delta_r \bar{H}$ es el calor puesto en juego durante la reacción *por mol* de algunos de sus componentes, es decir:

$$\Delta_r \bar{H} = \Delta_{\text{solubilizacion}} \bar{H} = \frac{q_{\text{solubilizacion}}}{n_{\text{soluto}}} \quad (5)$$

II. MATERIALES Y REACTIVOS

- Calorímetro
- Cápsula para pesada
- Dos vasos de precipitados de 100 mL (limpios y secos)
- NH_4Cl sólido
- Agua destilada
- Sensor de temperatura y balanza
- Computador

III. PROCEDIMIENTO

- Calibración del calorímetro (C_{cal})
 - ① Coloque en el calorímetro 50 g de agua a temperatura ambiente; mida la temperatura del agua, hasta que observe una temperatura constante ($\pm 0,01^\circ\text{C}$).
 - ② Mida la temperatura inicial del agua caliente al momento de mezclarla, agregue aproximadamente 50 g de ésta al calorímetro, evalúe su masa.
 - ③ Agite para homogeneizar la mezcla y observe la variación de temperatura.
 - ④ Registre hasta que la mezcla final tenga una temperatura constante. Suponga que la temperatura inicial del calorímetro es igual a la del agua fría y que su temperatura final es igual a la de la mezcla.

$$q_{agua,caliente} + q_{agua,fría} + q_{calorimetro} = 0$$
- Medida del calor de reacción de la solubilización de $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$
 - ⑤ Coloque en el calorímetro aproximadamente 100 g de agua destilada.
 - ⑥ Mida la temperatura inicial del agua, hasta constancia en el registro.
 - ⑦ Pese los gramos calculados en trabajo previo de $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$ y agréguelos al agua del calorímetro, la adición debe ser rápida, agite para homogeneizar la mezcla.
 - ⑧ Registre la temperatura hasta que haya constancia en su valor.
- En la **Fig. 2** se muestra un Termograma, el cual indica la determinación gráfica de la variación de temperatura ($\Delta T = T_2 - T_1$) con el tiempo $t = (t'_1 + t'_2)/2$.

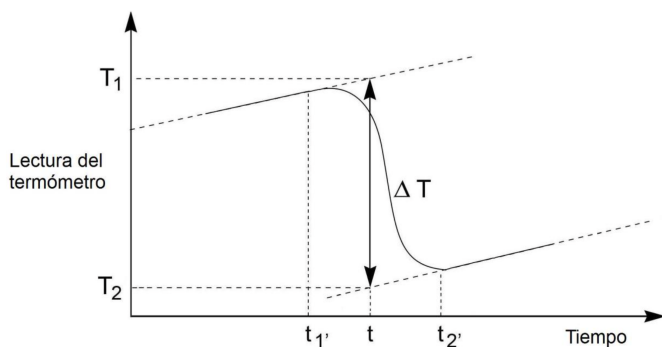


Figura 2. Registro de la temperatura en función del tiempo.

IV. TRATAMIENTO DE DATOS

Cálculos

1. **Determinación constante del calorímetro (C_{cal})**
 - Informe la masa y la temperatura inicial del agua fría, la masa y la temperatura inicial del agua

caliente, la temperatura final de la mezcla y el C_{esp} del agua.

- Grafique la temperatura en función del tiempo y calcule desde el gráfico la variación de temperatura del agua fría y del agua caliente.
 - Calcule $q_{agua,fría}$, $q_{agua,caliente}$ y $q_{calorimetro}$
 - Suponiendo que el calorímetro experimenta la misma variación de temperatura que el agua fría, calcule la constante calorífica del calorímetro (C_{cal}).
2. **Determinación constante calorímetro (C_{cal})**
 - Informe la *masa de agua*, la *masa del soluto*, el *peso molecular del soluto*, la *temperatura inicial del agua* y la *temperatura final de la mezcla*.
 - Grafique la temperatura en función del tiempo y mida el ΔT_{agua} obtenido.
 - Calcule q_{agua} , $q_{calorimetro}$ (suponga que $\Delta T_{calorimetro} = \Delta T_{agua}$) y $q_{reaccion}$.
 - Calcule los moles de soluto, escriba la ecuación de solubilización de $\text{NH}_4\text{Cl(s)}$.
 - Calcule el **calor molar de solubilización**. Compare el valor obtenido con datos de bibliografía.

Informe

- El trabajo práctico será evaluado con *Informe final individual*, el cual tendrá plazo máximo de entrega *1 semana* desde la fecha de realización del práctico.
- El informe será evaluado con la pauta de evaluación presentada en el **Práctico 0**.

V. TRABAJO PREVIO

1. Estudie los conceptos de termoquímica, entalpía de formación, entalpía de reacción, calor de disolución y ley de Hess.
2. Calcule la masa de NH_4Cl necesaria para que disuelta en 100 mL de agua, origine una disolución que cumpla con la relación:

$$\frac{1 \text{ mol de soluto}}{200 \text{ moles de disolvente}}$$

REFERENCIAS

- [1] Gilbert. Castellan, *Fisicoquímica*, #Segunda ed. Wilmington, Delaware, USA: ADDISON-WESLEY IBEROAMERICANA, S.A, 1987.
- [2] Raymond. Chang, *Fisicoquímica*, #Tercera ed. México: MCGRAW-HILL/INTERAMERICANA EDITORES, S.A. DE C.V., 2000.

Volumen Molar Parcial de Soluciones

Objetivo

- Evaluar el volumen molar parcial de los componentes de una mezcla etanol-agua a distintas composiciones.

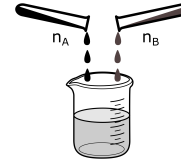


Figura 1. Ejemplo gráfico de adición de volúmenes para moles de A y B.

ÍNDICE

I. Teoría	1
I-A. Marco teórico	1
I-A1. Procedimiento vía método de la pendiente	1
I-A2. Procedimiento de la ordenada	1
II. Procedimiento	2
III. Tratamiento de datos	3
Referencias	3

I. TEORÍA

I-A. Marco teórico

Cuando se prepara una solución con cierto grado de precisión, normalmente concentración molar ($M = n_{\text{soluto}}/V_{\text{solucion}}(L)$), se utiliza un matraz aforado y se vierte el soluto (*componente 1*) en el cual posteriormente se agrega el solvente (*componente 2*) hasta alcanzar el aforo del material. La mezcla de los componentes va acompañada de una disminución o de un aumento del volumen **total real de la solución** ($V_{\text{total}} \neq V_1 + V_2$). Así por ejemplo, la mezcla de 100 g de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ ($V = 126.7 \text{ mL}$ a 20°C) y 900 g de H_2O ($V = 901.6 \text{ mL}$ a 20°C) origina **1018.3 mL de solución** ($d_{\text{solucion}} = 0.9820 \text{ g/mL}$ a 20°C), **no se obtiene el volumen aditivo de 1028.3 mL (volumen de solución ideal)**.

La magnitud de la variación del volumen real respecto del volumen ideal, es una indicación de las diferencias en las interacciones moleculares de los componentes en la solución y al diferente empaquetamiento de los componentes. Cualquier propiedad extensiva (H , U , V , etc.) de una mezcla, puede ser representada por las propiedades molares parciales de los componentes en la mezcla.

Las propiedades molares parciales son fundamentales en la termodinámica de soluciones, y dependen de la **temperatura**, la **presión** y la **concentración de la solución**. Por ejemplo, si se tiene una solución en la cual hay dos componentes (A y B), el volumen real total de la solución (V) se puede calcular a partir de la expresión:

$$V = n_A \times \bar{V}_A + n_B \times \bar{V}_B \quad (1)$$

donde n_A y n_B son los moles de los componentes A y B (**Fig. 1**); \bar{V}_A y \bar{V}_B son los volúmenes molares parciales de los componentes A y B.

En rigor el volumen molar parcial es el cambio del volumen al aumentar la cantidad (moles) de sustancia, a presión, a temperatura y a cantidad (moles) de los otros componentes constantes como se muestra en **Eq. 2**:

$$\bar{V}_A = \left(\frac{\partial V}{\partial n_A} \right)_{T,P,n_B} \quad \bar{V}_B = \left(\frac{\partial V}{\partial n_B} \right)_{T,P,n_A} \quad (2)$$

En sistema de dos componentes, si se modifica el volumen parcial de un componente ($d\bar{V}_B$), el volumen molar del otro componente se adecúa al cambio a T y P constante, de manera que (**Eq. 3**):

$$d\bar{V}_A = -\frac{n_B}{n_A} \times d\bar{V}_B \quad (3)$$

recuerde que (densidad) $\rho = (m_A + m_B)/V$; $n_A = m_A/MM_A$; $n_B = m_B/MM_B$; $\chi_i = n_i/n_{\text{total}}$; donde $m = \text{masa}$, $n = \text{moles}$, y $MM = \text{masa molar}$.

Para evaluar el volumen molar parcial de los componentes en una solución, existen dos procedimientos experimentales: **Procedimiento vía el método de la pendiente** y **Procedimiento de la ordenada de origen** (del inglés *Method of Intercepts*).

I-A1. Procedimiento vía método de la pendiente: La medición del volumen molar parcial de uno de los componentes (B) requiere preparar soluciones con moles del otro componente (A) constante. Conociendo el volumen (**Eq. 4**) molar total de la solución ($\bar{V}_{\text{solucion}}$ - **Eq. 5**), y representando gráficamente éste *versus* n_B (o *versus* χ_B), de la pendiente se calcula con $\frac{\partial V}{\partial n_B}$, a T, P, y n_A constantes, es decir determina el volumen molar parcial de B (\bar{V}_B) como se ejemplifica en la **Fig. 2**.

$$V = n_A \left(\frac{\partial V}{\partial n_A} \right)_{T,P,n_B} + n_B \left(\frac{\partial V}{\partial n_B} \right)_{T,P,n_A} \quad (4)$$

$$\bar{V}_{\text{solucion}} = \chi_A \bar{V}_A + \chi_B \bar{V}_B \quad (5)$$

I-A2. Procedimiento de la ordenada: Se preparan soluciones a distintas concentraciones. Se representa el volumen molar evaluado en función de la fracción molar de uno de los componentes (observe la **Fig. 3**). Se traza la tangente a las distintas composiciones, la intersección al eje derecho es el volumen molar parcial del componente B (\bar{V}_B) y la intersección al eje izquierdo es el volumen molar parcial

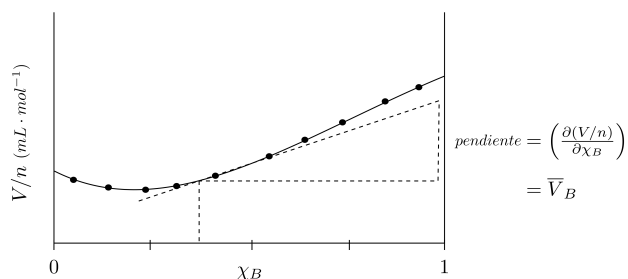


Figura 2. Gráfico método de la pendiente.

del otro componente (\bar{V}_A). El volumen molar parcial de los componentes cambia cuando se mezclan los componentes en las distintas cantidades de cada uno de ellos (**Fig. 3**).

Las intercepciones en los bordes del gráfico sirven para determinar las cantidades molares parciales, como se muestra en la **Fig. 3**. Sabiendo que $\chi_A = 1 - \chi_B$ se tiene que

$$\Delta_{mez} \bar{V} = \bar{V} - (\chi_A \bar{V}_A^* + \chi_B \bar{V}_B^*)$$

$$\Delta_{mez} \bar{V} = \bar{V} - \bar{V}_A^* + \chi_B (\bar{V}_A^* - \bar{V}_B^*) \quad (6)$$

donde *mez* indica el proceso de mezclar y no la mezcla.

\therefore intercepción izquierdo = $\bar{V}_A - \bar{V}_A^*$ e intercepción derecho = $\bar{V}_B - \bar{V}_B^*$.

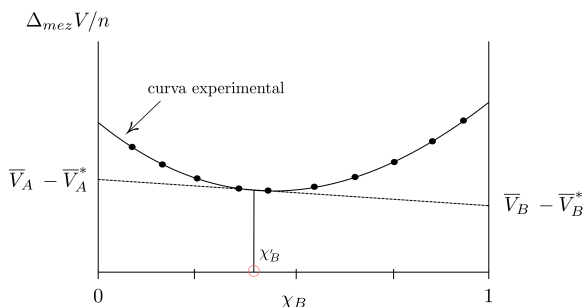


Figura 3. Gráfico método de las ordenadas. El * denota al componente puro.

II. PROCEDIMIENTO

- En el laboratorio determinará la masa de las soluciones indicadas en la tabla anterior, para ello empleará un picnómetro y una balanza. **El volumen del picnómetro está informado en el aparato.**

- Las soluciones se prepararon a cantidad de agua constante, por lo que usará el **método de la pendiente** para evaluar el volumen parcial de los componentes en la solución.

- 1) Primero debe pesar el picnómetro seco y vacío con la mayor precisión posible.
- 2) Posteriormente llena el picnómetro con el líquido en cuestión; verifique que no hay burbujas al interior del picnómetro.
- 3) Seque muy bien el picnómetro y proceda a su pesada. *No debe mantener el picnómetro un tiempo excesivo en su mano para no alterar la temperatura del líquido.*
- 4) Debe lavar muy bien el picnómetro entre cada medida para evitar errores en la pesada.

III. TRATAMIENTO DE DATOS

Cálculos

1. Informe la temperatura del laboratorio, el volumen y la masa del picnómetro vacío.
2. Para cada una de las soluciones agua-etanol disponible en el laboratorio, informe la masa de solución más el picnómetro.
3. Respecto a cada medida, informe la masa de la solución y para cada una de ellas, usando la información de la tabla anterior, calcule la masa de agua y de etanol que realmente tiene en la muestra utilizada por Ud. Con esta información y las masas molares de etanol y agua, calcule los moles de cada componente y la fracción molar de etanol en cada solución.
4. Calcule el volumen molar de las soluciones ($V_{solucion} = V_{picnometro}/n_{total}$). Tabule de acuerdo a:

Solución	m_{sol} (g)	m_{et} (g)	m_{H_2O} (g)	n_{et} (mol)	n_{H_2O} (mol)	χ_{et}	\bar{V}_{sol} (mL/mol)
1							
2							
3							
4							

*Considere las siguientes abreviaciones: et = etanol y sol= solución

5. Utilizando planilla Excel, represente el $V_{solucion}$ versus χ_{etanol} . En el programa elija **gráfico Dispersión** y utilizando **Línea de Tendencia**, haga ajuste de curva **Polinómica** (orden 2), presente Ecuación en el gráfico y el valor de “R” al cuadrado. El valor de “ R^2 ” debe ser cercano a 1, le indica la exactitud de la ecuación seleccionada; observe en la **Fig. 4** la ecuación seleccionada y el valor de R. También se informa en esta figura la derivada de la ecuación. La figura siguiente muestra gráfica similar a la que Ud. debería obtener (**Fig. 4**).

6. A partir de la ecuación informada en el gráfico obtenido, calcule para cada composición; el valor de la pendiente (m) de la función encontrada para V/n ($\bar{V}_{solucion}$) es

$$pendiente = \left(\frac{\partial(V/n)}{\partial\chi_{etanol}} \right) \quad (7)$$

Luego calcule el volumen molar del agua $\bar{V}_{agua} = \bar{V}_{solucion} - (\chi_{etanol} \times pendiente)$ y el volumen molar parcial del etanol $\bar{V}_{etanol} = (\chi_{agua} \times pendiente) + \bar{V}_{solucion}$. Informe estos datos de acuerdo a la siguiente tabla:

χ_{etanol}	Eq. 7	\bar{V}_{sol} (mL/mol)	\bar{V}_{agua} (mL/mol)	\bar{V}_{et} (mL/mol)

7. Discuta el efecto de la composición en los volúmenes molares parciales de agua y etanol, respecto a los componentes puros; $\bar{V}_{agua}^* = MM/\rho_{agua}$; $\bar{V}_{etanol}^* = MM/\rho_{etanol}$, busque en bibliografía la densidad de los componentes puros a la temperatura de trabajo. **¿Cuál de los componentes experimenta mayor cambio en el volumen molar parcial con la composición?**, dé explicación a su respuesta.

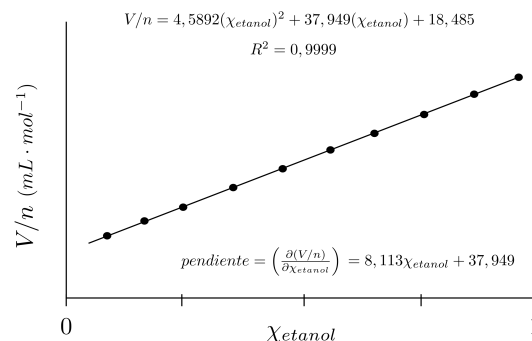


Figura 4. Ejemplo de gráfica obtenida en el trabajo de laboratorio.

Informe

- El trabajo práctico será evaluado con *Informe final individual*, el cual tendrá plazo máximo de entrega *1 semana* desde la fecha de realización del práctico.

REFERENCIAS

- [1] Ira. Levine, *Principios de Físicoquímica*, #Sexta ed. México: McGRAW-HILL/INTERAMERICANA EDITORES, S.A. DE C.V., 2014.
- [2] Raymond. Chang, *Físicoquímica*, #Tercera ed. México: McGRAW-HILL/INTERAMERICANA EDITORES, S.A. DE C.V., 2000.

Equilibrio Sólido-Vapor para la Descomposición de Carbamato de Amonio

Objetivos

- Determinar la constante de equilibrio de la reacción de descomposición del carbamato de amonio a distintas temperaturas.
- Calcular la variación de la energía de Gibbs (ΔG°), entalpía (ΔH°) y entropía (ΔS°).

La constante de equilibrio para esta reacción en particular, queda definida:

$$K_p = (P_{\text{NH}_3}/P^\circ)^2(P_{\text{CO}_2}/P^\circ) \quad (1)$$

Es conveniente expresar esta constante en función de la presión de disociación del carbamato de amonio, esto es la presión total del sistema cuando el equilibrio se obtiene desde el carbamato de amonio puro. En este caso:

$$K_p = \frac{4}{27} \left(\frac{P}{P^\circ} \right)^3 \quad (2)$$

Siendo P, la presión de disociación (ó descomposición).

La determinación de la presión de disociación a diferentes temperaturas permite calcular la constante de equilibrio K_p en función de las temperaturas, asimismo, calcular ΔG° , ΔH° y ΔS° , para esta reacción a una temperatura cualquiera a través de las siguientes expresiones (Ec. 3 y 4):

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_p \quad (3)$$

$$\frac{d \ln K_p}{dT} = \frac{\Delta H^\circ}{RT^2} \quad (4)$$

Para obtener la expresión 4, a partir de la Eq. 3, se utiliza la ecuación de Gibbs-Helmholtz (5):

$$\left(\frac{\partial \left(\frac{\Delta G^\circ}{T} \right)}{\partial T} \right)_P = -\frac{\Delta H^\circ}{T^2} \quad (5)$$

Finalmente, para conocer ΔS° , se usa (Eq. 6):

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \quad (6)$$

ÍNDICE

I. Teoría	1
I-A. Marco teórico	1
I-A1. Equilibrio sólido-vapor . . .	1
II. Materiales y Reactivos	1
III. Procedimiento	2
IV. Tratamiento de datos	2
V. Trabajo Previo	2
Referencias	2

I. TEORÍA

I-A. Marco teórico

Considerando la descomposición del carbamato de amonio se trabajará con su equilibrio sólido-vapor. El carbamato amónico ($\text{NH}_2\text{CO}_2\text{NH}_4$) es la sal amónica del ácido carbámico y está formada por el anión carbamato (NH_2COO^-) y el catión amonio (NH_4^+). Esta sal es de color blanco, moderadamente tóxica que tiene un olor característico a amoniaco y que es utilizada como un fertilizante.

I-A1. Equilibrio sólido-vapor: Si colocamos carbamato de amonio en un recipiente cerrado en el que previamente se ha hecho el vacío correspondiente, se tendrá que se desprenderán moléculas hacia la fase vapor. Luego de un periodo de tiempo, se establecerá el equilibrio dinámico entre las fases sólida y la fase vapor de la sal, entendiéndose que al estar presente estas fases en equilibrio termodinámico, las velocidades con que las moléculas subliman y la velocidad con que las moléculas realizan la sublimación inversa, se igualan. La temperatura, presión y potencial químico del carbamato de amonio en la fase sólida y en la fase vapor se igualan. A temperaturas bajo los 130°C , el carbamato de amonio se descompone en amoniaco y dióxido de carbono según la reacción:



II. MATERIALES Y REACTIVOS

- Vaso de precipitado de 1 L
- Termómetro digital
- Sensor presión absoluta
- Soporte universal y pinzas
- Interface portátil GLX Pasco
- Sensor de temperatura
- Tubo de ensayo con $\text{NH}_2\text{CO}_2\text{NH}_4$
- Placa de agitación magnética
- hervidor
- Agitador magnético
- Tapón de goma
- espátula

III. PROCEDIMIENTO

- 1 En el tubo de ensayo se deposita 0,500 g de carbamato de amonio y se tapa rápidamente con el tapón de goma (*para evitar la inhalación de los vapores*).
- 2 Éste tubo de ensayo con la muestra en su interior, se sumerge en un vaso de precipitado con agua en su interior.
- 3 El tubo de ensayo con la muestra en su interior deberá conectarse al sensor de presión y de temperatura. En el interior del baño estará fijo el sensor de temperatura.
- 4 Primera lectura experimental de presión de vapor del carbamato de amonio en el interior del tubo de ensayo a temperatura ambiente.
- 5 A continuación, se fijará una nueva temperatura (10°C más aproximadamente que la lectura inicial que fue a temperatura ambiente) y se procederá a alcanzar el equilibrio sólido-vapor para registrar un nuevo valor para la presión de vapor.
- 6 Se repetirá esta indicación hasta tener al menos unos 6 puntos experimentales.

IV. TRATAMIENTO DE DATOS

Cálculos

1. Hacer Gráfica: $\ln p$ contra $1/T$; ajuste lineal
2. luego una segunda gráfica de $\ln K_p$ contra $1/T$ y ajuste lineal.
3. Desde éste último gráfico, determinar K_p a 298 K y luego el valor de ΔG_{298}° y ΔS_{298}° para la reacción.

Informe

- El trabajo práctico será evaluado con *Informe final individual*, el cual tendrá plazo máximo de entrega *1 semana* desde la fecha de realización del práctico.

V. TRABAJO PREVIO

1. Estudiar conceptos de equilibrio químico heterogéneo
2. Principio de Le *Châtelier*.

REFERENCIAS

- [1] Gilbert. Castellan, *Fisicoquímica*, #Segunda ed. Wilmington, Delaware, USA: ADDISON-WESLEY IBEROAMERICANA, S.A, 1987.
- [2] Raymond. Chang, *Fisicoquímica*, #Tercera ed. México: MCGRAW-HILL/INTERAMERICANA EDITORES, S.A. DE C.V., 2000.
- [3] Ira. Levine, *Principios de Fisicoquímica*, #Sexta ed. México: MCGRAW-HILL/INTERAMERICANA EDITORES, S.A. DE C.V., 2014.